Universidade Federal Rural do Rio de Janeiro

Instituto de Química

Departamento de Química Analítica

IC 671 – Análise Qualitativa Experimental

IC 611 – Química Analítica Experimental 2

Roteiro Geral para a Análise de Sais Solúveis

Professores:

José Geraldo Rocha Junior

Flávio Couto Cordeiro

Cristina Maria Barra

Seropédica – RJ

Sumário

1. Instruções Gerais para a Análise de Sais Solúveis

A identificação dos íons que compõe um determinado sal solúvel deve passar pelas etapas abaixo. Em cada etapa, deve-se fazer a anotação das observações (cores, desprendimento de gases, formação de precipitados etc.).

i. Observar a cor e do odor da solução-amostra e, em seguida, verificar se a cor da solução consta na **Tabela 1 (tópico 8)** para auxiliar na identificação do sal;
ii. Identificar se o sal contém um cátion leve ou pesado, conforme o **tópico 2**;
iii. Se o cátion for pesado, realizar a marcha sistemática de identificação do grupo do cátion, conforme **tópico 3**, e identificar se o ânion é o cloreto, acetato, sulfato, nitrato ou borato, realizando as reações de caracterização recomendadas no **tópico 4.2**;
iv. Se o cátion for leve, investigar se é o sódio, potássio ou amônio, realizando as reações de caracterização sugeridas no **tópico 3.3**, e seguir as instruções no **tópico 4.1** para a realização da marcha sistemática para a identificação do grupo do ânion;
v. Identificar o caráter redox da amostra conforme instruções do **tópico 5**;
vi. Identificar a faixa de pH da solução (OPCIONAL) conforme as instruções do **tópico 6**;
vii. Identificar o sal solúvel conforme as instruções do **tópico 7**.

2. Ensaio para a Identificação de Cátions Leves e Pesados

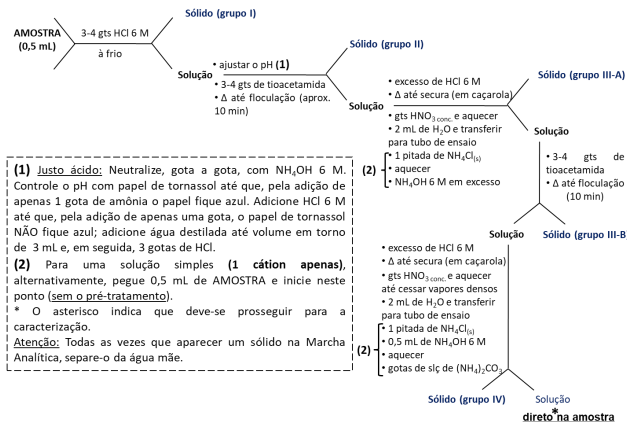
Adicionar um excesso de Na_2CO_3 1,0 mol L^{-1} em um tubo de ensaio contendo 10 gotas da solução-amostra. Se houver precipitação, a amostra contém um cátion pesado.

ATENÇÃO: É importante certificar que, após a adição de Na_2CO_3, a solução adquiriu pH básico. Muitas soluções-amostras são preparadas em meio fortemente ácido, fazendo com que o carbonato seja consumido pelo H^+, ao invés de precipitar com o cátion pesado.

3. Ensaios para a Separação e Identificação de Cátions

A identificação dos cátions (listados na **Tabela 2**) envolve a realização da marcha sistemática para a identificação do grupo **(tópico 3.1)**, da marcha para a identificação do cátion dentro do grupo **(tópico 3.2)** e a realização de ensaios de caracterização **(tópico 3.3)**. Alguns cátions (Hg_2^{2+}, Hg^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+} e Fe^{2+}) podem apresentar caráter oxidante ou redutor e podem, assim, caso o ânion seja indiferente, ter sua caracterização auxiliada por meio do ensaio do caráter redox **(tópico 5)**.

3.1 Marcha Sistemática para a Separação e Identificação do Grupo do Cátions

3.2 Marchas Sistemáticas para a Separação e Identificação do Cátion dentro do Grupo

3.3 Reações para a Caracterização dos Cátions

Alumínio: dissolver o sólido obtido no final das marchas com algumas gotas de HCl 6 mol L^{-1} e adicionar cerca de 2 mL de água destilada; junte 2 a 3 gotas de aluminon e neutralize com NH_4OH 6 mol L^{-1}, até precipitar sólido vermelho.

Amônia: a amostra desprende odores característicos quando aquecido com NaOH 6mol L^{-1}, que dá coloração azul papel de tornassol.

Bário: seque bem o sólido obtido no final das marchas, adicione cerca de 0,5 mL de HCl conc. e aqueça. Queime os cristais formados sobre a chama do bico de Bunsen e observe chama com coloração amarelo/esverdeada. Alternativamente, com auxílio de uma alça metálica, queime a solução-amostra na chama e observe a mesma cor.

Bismuto: o sólido formado no final das marchas é reduzido com gotas de $SnCl_2$ 0,1 mol L^{-1}, formando sólido preto.

Cádmio: na solução obtida no final das marchas, adicione gotas de tioacetamida e aqueça até formação de sólido amarelo.

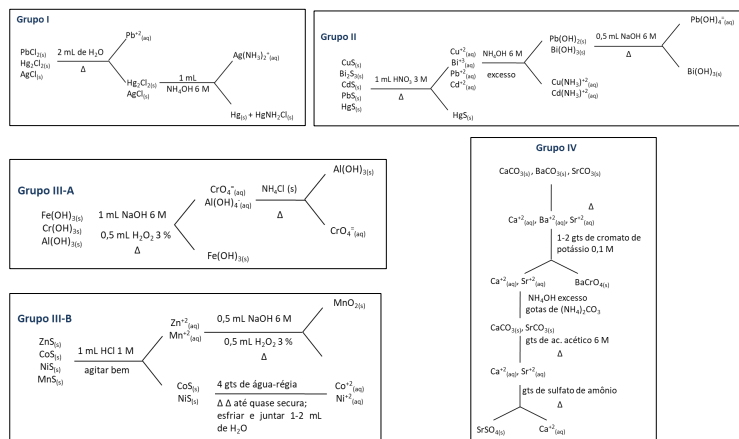
Cádmio em presença de cobre: à solução obtida no final das marchas, adicione KCN 0,1 mol L^{-1} até a solução ficar incolor. Em seguida, adicione $K_4Fe(CN)_6$ e observe a formação de precipitado branco.

Cálcio: na solução obtida no final das marchas, adicione sal de oxalato amônia até precipitação. Centrifugue e dissolva o precipitado com gotas de HCl conc. e queime a solução diretamente no bico de Bunsen e observe chama com coloração vermelho-cereja. Alternativamente, com auxílio de uma alça metálica, queime a solução-amostra na chama e observe a mesma cor.

Cobalto: adicione 1 mL de álcool amílico e 0,5 mL de KSCN 0,1 mol L^{-1}; agite bem e observe coloração azul na camada amílica, que é intensificada com a adição de HCl diluído.

Cobre: adicione, gota a gota, solução de ácido acético na solução obtida até seu clareamento; em seguida junte gotas de $K_4Fe(CN)_6$ e observe precipitado vermelho-castanho.

Chumbo: a solução obtida no final da marcha precipita com de iodeto (amarelo); com cromato (amarelo); e com sulfato (branco).

Cromo: a solução obtida no final da marcha, em meio de H_2SO_4 3 mol L^{-1}, reage com H_2O_2 3% m/v produzindo cor verde na fase aquosa e azul na fase orgânica (álcool amílico).

Estrôncio: ao sólido obtido no final da marcha, adicione gotas de HCl conc., queime esta mistura sobre a chama do bico de Bunsen e observe chama com coloração vermelho-carmim. Alternativamente, com auxílio de uma alça metálica, queime a solução-amostra na chama e observe a mesma cor.

Ferro: o sólido obtido no final da marcha, quando dissolvido com HCl 6 mol L^{-1}, forma solução vermelho-sangue com KSCN ou sólido azul com $K_4Fe(CN)_6$.

Magnésio: a adição de magneson e NaOH na amostra forma precipitado azul. Outro teste é fazer a adição de 0,5 mL de KH_2PO_4 e excesso de amônia 6 mol L^{-1} até formar precipitado branco cristalino.

Manganês: ao sólido obtido no final da marcha (bem seco), adicionar 5 gotas de H_3PO_4 xaroposo (85%) e 1 gota de HNO_3 6mol L^{-1} e aquecer. Observe solução com coloração violácea.

Mercúrico: ao sólido obtido no final da marcha, adicionar 1 gota de HNO_3 conc., 3 gotas de HCl conc. e aquecer diretamente sobre a chama do bico de Bunsen até quase secura. Repetir o procedimento até obter resíduo amarelo, secando completamente. Adicione 1 a 2 mL de água destilada e agite. Em seguida adicionar, gota a gota, solução de $SnCl_2$ 0,1 mol L^{-1} e observe formação de precipitado branco que, por excesso de reagente, torna-se preto.

Mercuroso: o sólido obtido com HCl, na marcha analítica do **tópico 3.2**, torna-se preto após a adição de amônia.

Níquel: adicione gotas de dimetilglioxima 1 % m/v, na solução obtida no final das marchas, e neutralize com amônia 6 mol L^{-1} até formar precipitado vermelho-rouge.

Potássio: a amostra forma turvação amarela com cobaltinitrito de sódio após atritar o tubo de ensaio com bastão de vidro. Alternativamente, com auxílio de uma alça metálica, queime a solução-amostra na chama e observe chama violácea.

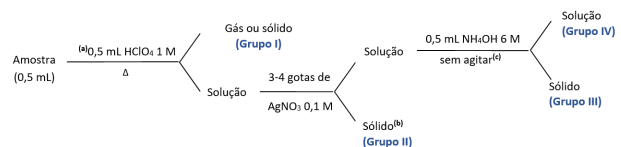
Prata: a solução obtida no final das marchas forma sólido amarelo com gotas de KI ou sólido branco com excesso de HNO_3 6 mol L^{-1}.

Sódio: precipita com piroantimoniato de potássio 0,1mol L^{-1} após atritar o tubo de ensaio com bastão de vidro. Alternativamente, com auxílio de uma alça metálica, queime a solução-amostra e observe chama amarela.

Zinco: a solução obtida no final na marcha, quando acidificada com de ácido acético 6 mol L^{-1} precipita com gotas de $K_4Fe(CN)_6$ 0,1mol L^{-1} ou com tioacetamida (após aquecimento).

4. Ensaios para a Separação e Identificação de Ânions

A identificação dos ânions envolve a realização de 3 ensaios: i) identificação do grupo pela marcha sistemática **(tópico 4.1)**; ii) reações de caracterização **(tópico 4.2)**; iii) e a identificação do caráter redox **(tópico 5)**. No caso da identificação do caráter redox, deve-se ter em mente que alguns cátions (Hg_2^{2+}, Hg^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+} e Fe^{2+}) apresentam caráter oxidante ou redutor e podem, assim, provocar interpretações equivocadas quanto ao caráter do ânion. Contudo, estes são cátions pesados que se formam sais solúveis com ânions indiferentes, como Cl^-, $CH_3CO_2^-$, SO_4^{2-}, BO_3^{3-} e NO_3^- (com poucas exceções, no que diz respeito à solubilidade).

4.1 Marcha Sistemática de Separação e Identificação dos Grupos

(a) Certificar-se que o ácido está em excesso;

(b) Se houver precipitação, repetir a marcha com a amostra diluída 1:10 para certificar se o ânion é do grupo II;

(c) Adicionar a solução amoniacal lentamente (pela parede do tubo inclinado) de modo a evitar a mistura da solução amoniacal com a do tubo. Após, provocar um leve “boleio” no tubo.

ATENÇÃO: As cores e odores observados, nesta etapa, auxiliam na identificação do ânion, e estão listados na **Tabela 3** e na **Tabela 4**.

4.2 Procedimentos para a Caracterização de Ânions

Acetato: a amostra com H_2SO_4 conc. desprende vapores com odor de vinagre.

Arseniato: trate 0,5 mL da amostra com mistura magnesiana e observe a formação de um precipitado branco cristalino que, ao ser tratado com solução de $AgNO_3$ 0,1mol L^{-1}, forma um precipitado castanho-avermelhado.

Arsenito: adicione, a 0,5 mL da amostra, algumas gotas de solução de KI_3. Trate esta solução com mistura magnesiana e observe a formação de um precipitado branco cristalino que, ao ser tratado com solução de $AgNO_3$ 0,1mol L^{-1}, forma um precipitado de coloração castanho-avermelhado.

Borato: após secar a amostra em cápsula adicionar cerca de 1 mL de H_2SO_4 conc. e 2 a 3 mL de metanol. Agite bem, incinere a mistura e observe chama esverdeada.

Brometo: a amostra com Fe^{3+} forma solução colorida e com Fe^{2+} não há alteração visual **(Tabela 6)**.

Carbonato: o gás desprendido em meio ácido na presença de permanganato, num tubo com saída lateral, precipita com hidróxido de bário e não descolora o permanganato.

Procedimento: Em um tubo com saída lateral, contendo 0,5 – 1 mL da solução-amostra, adicione 1 gota de $KMnO_4$ 0,1 mol L^{-1}. Paralelamente, em um tubo comum, adicione uma solução alcalina transparente de $Ba(OH)_2$ 0,03 mol L^{-1} (ou uma mistura de mesmos volumes de NaOH 0,05mol L^{-1}+ $BaCl_2$ 1% m/v). Adicione $HClO_4$ 1,0 mol L^{-1} no tubo de saída lateral e feche imediatamente com uma rolha. Mergulhe a saída lateral no 2º tubo e deixe borbulhar o gás na solução alcalina. Aqueça, se necessário. A formação de turvação branca no 2º tubo confirma carbonato.

Cloreto (com cátion leve): a amostra com Fe^{3+} forma solução colorida e com Fe^{2+} não há alteração visual **(Tabela 6)**.

Cloreto (com cátion pesado): a amostra forma precipitado branco com a prata.

Cromato: a amostra forma solução alaranjada com H_2SO_4 diluído que, quando misturada com álcool amílico e H_2O_2 3 % m/v, produz cor verde na camada aquosa e azul camada de álcool amílico.

Ferricianeto: a amostra com Fe^{3+} forma solução colorida e com Fe^{2+} precipita **(Tabela 6)**.

Ferrocianeto: a amostra forma sólidos de cores características com o Fe^{3+} e com o Fe^{2+} **(Tabela 6)**.

Fosfato: adicionar 1 mL de HNO_3 6 mol L^{-1} e 0,5 mL de molibdato de amônio 0,1 mol L^{-1} na amostra e, após, atritar as paredes do tubo com bastão de vidro. Observe formação de precipitado amarelo.

Hipoclorito: adicione H_2O_2 3% m/v em um tubo de ensaio contendo a amostra em meio ácido até desaparecimento da cor amarela; em seguida, adicione gotas de $AgNO_3$ 0,1mol L^{-1} e observe precipitado branco.

Iodeto: a amostra com Fe^{3+} forma solução colorida (adicionar CCl_4) e com Fe^{2+} não há alteração visual **(Tabela 6)**.

Molibdato: adicionar 0,5 mL HCl 6 mol L^{-1} e 0,5 mL de $SnCl_2$ 0,1 mol L^{-1} na amostra. Agite bem, anotando a variação de cor da solução. Adicione gotas de KSCN 0,1 mol L^{-1} e observe o aparecimento de coloração vermelho-sangue.

Nitrato: transfira 5 gotas da amostra para tubo de ensaio e junte 5 a 10 gotas de H_2O destilada; adicione 0,5 mL de sulfato ferroso 0,1 mol L^{-1} e 0,5 mL de ácido sulfúrico 3 mol L^{-1}; agite por 1 minuto. Com o tubo inclinado, despeje 1 a 1,5 mL de ácido sulfúrico concentrado pela parede do tubo, de modo a formar uma camada de ácido por baixo da solução diluída. Faça um ligeiro boleio no tubo e observe formação de precipitado castanho entre as duas camadas.

Nitrito: a caracterização é feita pela observação do gás castanho liberado pela amostra em meio ácido e aquecimento.

Oxalato: a caracterização se dá pela observação do descoloramento lento da solução de permanganato no ensaio redox **(tópico 5)**.

Sulfato: a amostra forma precipitado branco com cloreto de bário, que é insolúvel com ácido nítrico.

Sulfeto: a amostra em meio ácido, libera gás com cheiro de ovo podre, que escurece papel umedecido com acetato de chumbo 0,1 mol L^{-1}.

Sulfito: o gás desprendido em meio ácido na presença de permanganato, em um tubo com saída lateral, precipita com hidróxido de bário e descolora a solução de permanganato.

Procedimento: Adicione 0,5 mL de solução-amostra em um tubo com saída lateral. Em um tubo comum coloque 1 gota de $KMnO_4$ 0,1 mol L^{-1}, 0,5 mL de HNO_3 6,0 mol L^{-1} e 0,5 mL de $BaCl_2$ 2 %m/v. Adicione água destilada suficiente para mergulhar a saída lateral do 1º tubo e homogeneíze. Após, adicione 0,5 mL de $HClO_4$ 1,0 mol L^{-1} no 1º tubo, feche-o com uma rolha e aqueça, mantendo mergulhada a saída lateral na solução do 2º tubo. O descoloramento da solução de permanganato e a subsequente formação de turvação branca confirmam o sulfito.

Tiocianato: a amostra com Fe^{3+} forma solução colorida e com Fe^{2+} não há alteração visual **(Tabela 6)**.

Tiossulfato: o gás desprendido em meio ácido na presença de permanganato, num tubo com saída lateral, precipita com hidróxido de bário e descolora solução de permanganato.

Procedimento: Adicione 0,5 mL de solução-amostra em um tubo com saída lateral. Em um tubo comum coloque 1 gota de $KMnO_4$ 0,1 mol L^{-1}, 0,5 mL de HNO_3 6,0 mol L^{-1} e 0,5 mL de $BaCl_2$ 2 %m/v. Adicione água destilada suficiente para mergulhar a saída lateral do 1º tubo e homogeneíze. Após, adicione 0,5 mL de $HClO_4$ 1,0 mol L^{-1} no 1º tubo, feche-o com uma rolha e aqueça, mantendo mergulhada a saída lateral na solução do 2º tubo. O descoloramento da solução de permanganato e a subsequente formação de turvação branca confirmam o tiossulfato.

5. Identificação do Caráter Redox

O caráter redox da amostra é, normalmente, relacionado ao ânion e está listado nas **Tabelas 3**, **4** e **5**. Contudo, os cátions Hg_2^{2+}, Hg^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+} e Fe^{2+} podem interferir. Vale ressaltar que, nestes casos, os ânions serão indiferentes.

Em tubos de ensaio, prepare as misturas oxidantes e redutoras conforme listado abaixo. Após, adicione algumas gotas da solução-amostra sobre elas e agite bem. Identifique o caráter redox da amostra conforme as observações listadas a seguir.

Mistura	Reagentes	Observação	Caráter da Amostra[(b)]
Redutora	0,5 mL de HCl 6 mol L^{-1}+ 0,5 ml de KI 0,1 mol L^{-1}+ camada CCl_4	Cor violácea na camada orgânica	Oxidante
Oxidante	0,5 mL de HNO_3 6 mol L^{-1}+ 1 gota de $KMnO_4$ 0,1 mol L^{-1}.	Descoloramento[(a)] do $KMnO_4$	Redutora

(a) Deve-se ficar atento aos dois casos: i) nem sempre o descoloramento produz solução incolor, pois alguns ânions reagem com o permanganato produzindo soluções coloridas; ii) alguns ânions modificam a cor da solução de permanganato sem reagir com ele, pois, por si só, produzem soluções coloridas (Exemplo: soluções de dicromato).

(b) A amostra pode classificada como: indiferente, oxidante, redutora e oxidante e redutora (NO_2^-).

6. Identificação da faixa de pH da solução

Para identificar a faixa de pH da amostra, adicione 1 gota da solução indicadora em 0,5 mL da solução-amostra. Identifique a faixa de pH conforme a coloração observada, listada na **Tabela 7**. Ao testar mais de um indicador, a faixa de pH é determinada pela intersecção dos intervalos das faixas identificadas.

Esta é uma etapa opcional e pode ser empregada para avaliar em qual forma se encontra um determinado ânion no meio aquoso. O sulfito, por exemplo, pode estar na forma de SO_3^{2-} ou HSO_3^-, dependendo o pH do meio. Vale ressaltar que o pH identificado nem sempre está relacionado ao pH produzido na solução pela simples dissolução do sal em água, pois, em certos casos, a dissolução do sal é auxiliada pela adição de ácidos ou bases. Por último, as cores das soluções-amostras podem interferir na visualização das cores produzidas pelos indicadores.

7. Considerações Gerais para a Identificação dos Sais

Para identificar o sal:

1. Considere a cor e odor da solução-amostra;
2. Não use a faixa de pH identificado para se certificar da presença de algum íon. Esta faixa não é um critério para a identificação de íons. Trata-se de uma investigação auxiliar;
3. As observações com interpretação duvidosa devem ser anotadas e outros ensaios devem ser realizados para mais informações. Por exemplo, se houver dúvida sobre o resultado do caráter redox, anote a observação, faça a caracterização do ânion e, depois, tente interpretar o que ocorreu no ensaio redox com base no ânion identificado.

Para escrever a fórmula química do sal, considere:

1. As cargas dos íons identificados e a neutralidade elétrica do sal;
2. Se o ânion está na forma do íon anfiprótico ou não, de acordo com o pH, no caso dele ser um ânion de caráter básico.

8. Tabelas

Tabela 1. Espécies Causadoras de Cores em Soluções Aquosas

Grupo	Espécie	Solução aquosa	Variação
II/Cátions	Cu^{+2}	Azul	Verde (Cl^- conc.)
III/Cátions	Fe^{2+}	Incolor	Verde claro (conc.)
	Fe^{3+}	Amarelo claro	Laranja (Cl^-)
	Cr^{3+}	Verde	Azul violáceo
	Mn^{2+}	Incolor	Rosa claro (conc.)
	Ni^{2+}	Verde	
	Co^{2+}	Rosa	Azul (Cl^- conc.)
II/Ânions	$Fe(CN)_6^{4-}$	Amarelo esverdeado	
	$Fe(CN)_6^{3-}$	Amarelo claro	
III/Ânions	CrO_4^{2-}	Amarelo	Laranja (NH_4^+)
	$Cr_2O_7^{2-}$	Laranja	

Tabela 2. Classificação Sistemática de Cátions

Grupo	Ag. Precipitante	Meio Reacional	Espécie
I	Cl^-	[H+] ~ 3 M	Ag^+, Pb^{2+}, Hg_2^{2+}
II-A	S^{2-}	[H+] = 0,3 M	Hg^{2+}, Pb^{2+}, Bi^{3+}, Cu^{2+}, Cd^{2+}
III - B	S^{2-}	HO^-, NH_4^+	Zn^{2+}, Mn^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}
III - A	HO^-	HO^-, NH_4^+	Fe^{3+}, Al^{3+}, Cr^{3+}
IV	$CO_3^=$	HO^-, NH_4^+	Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}
V	----	----	Mg^{2+}, Na^+, K^+, NH_4^+

Tabela 3. Pesquisa de Ânions do Grupo I

Ânion	Faixa de pH	Caráter redox	Característica ($HClO_4$)
CO_3^{2-}	> 10	Indiferente	Gás incolor e inodoro (efervescência)
HCO_3^-	≈ 8		
SO_3^{2-}	7 a 8	Redutor	Gás incolor c/cheiro de enxofre queimado
HSO_3^-	< 4		
$S_2O_3^{2-}$	7 a 8	Redutor	Gás incolor c/cheiro de enxofre queimado +precipitado amarelo
HS^-	≈ 9	Redutor	Gás com cheiro de ovo podre (leve turvação)
NO_2^-	7 a 8	Redutor e oxidante	Gás castanho
ClO^-	7 a 8	Oxidante	Solução amarela que descolora com H_2O_2 ou por aquecimento

Tabela 4. Pesquisa de Ânions dos Grupos II e III

Grupo	Ânion	Faixa de pH	Caráter redox	Característica ($AgNO_3$)
II	Cl^-	6,5 a 7	Indiferente	Precipitado branco
	Br^-	6,5 a 7	Redutor	Precipitado creme claro
	I^-	6,5 a 7	Redutor	Precipitado amarelo claro
	$Fe(CN)_6^{3-}$	6,5 a 7	Oxidante	Precipitado laranja avermelhado
	$Fe(CN)_6^{4-}$	6,5 a 7	Redutor	Precipitado branco a azulado
	SCN^-	6,5 a 7	Redutor	Precipitado branco
III	CrO_4^{2-}	7 a 8	Oxidante	Precipitado castanho avermelhado
	$H_2AsO_4^-$	≈ 5	Oxidante	Precipitado marrom
	$HAsO_4^{2-}$	≈ 10		
	AsO_2^-	7 a 8	Redutor	Precipitado amarelo
	$H_2PO_4^-$	≈ 5	Indiferente	Precipitado amarelo
	HPO_4^{2-}	≈ 10		
	MoO_4^{2-}	7 a 8	Oxidante (SCN^-)	Precipitado branco
	$C_2O_4^{2-}$	7 a 8	Redutor (Δ, lento)	Precipitado branco

Tabela 5. Pesquisa de ânions do Grupo IV

Ânion	Faixa de pH	Caráter redox	Caracterização (pesquisa direta na amostra)
SO_4^{2-}	≈ 7	Indiferente	Em meio HNO_3 forma precipitado branco com sal de bário.
NO_3^-	≈ 7	Indiferente	Forma anel marrom entre as fases de H_2SO_4, diluída e concentrada, na presença sal ferroso.
CH_3COO^-	8 a 9	Indiferente	Forma vapores de vinagre a quente em meio fortemente ácido.
BO_3^{3-}/BO_2^-	8 a 9	Indiferente	Queima com chama verde após mistura de metanol, em excesso, em meio desidratado com $H_2SO_{4(conc)}$.
$H_2BO_3^-$	≈ 9		

Tabela 6. Reações de Caracterização dos Ânions do Grupo II

Ânion	Fe^{3+}	Fe^{2+}
Cl^-	Solução amarelada	Sem alteração visual
Br^-	Solução alaranjada	Sem alteração visual
I^-	Solução castanho escura (violácea em CCl_4)	Sem alteração visual
$Fe(CN)_6^{3-}$	Solução marrom	Precipitado azul da Prússia
$Fe(CN)_6^{4-}$	Precipitado azul da Prússia	Precipitado azul-claro[a]
SCN^-	Solução vermelho-sangue	Solução marron-avermelhada[b]

[a] coloração experimental. O precipitado formado da reação do Fe^{2+} com o $Fe(CN)_6^{4-}$ é branco.
[b] observação experimental. Idealmente não há alteração visual.

Tabela 7. Identificação da Faixa pH da Solução

Indicador	Faixa de pH	Variação de cores
vermelho de metila	4,2 - 6,3	vermelho-amarelo
azul de bromotimol	6,6 - 7,6	amarelo-azul
Fenolftaleina	8,2 – 9,8	incolor-vermelho